

Exercício_04

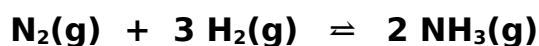
Para todos os exercícios faça/mostre a resolução do exercício.

Pedro Gigeck Freire

23/10/2021

10737136

1. Para a reação:



a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação direta e para a reação inversa.

Reação direta: $K_d = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

Reação inversa: $K_i = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = K_d^{-1}$

b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação direta quando as concentrações de equilíbrio são:

$[\text{N}_2] = 0,602 \text{ M}$	$[\text{H}_2] = 0,420 \text{ M}$	$[\text{NH}_3] = 0,113 \text{ M}$
----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------

A constante de equilíbrio se dará pela expressão

$$K_d = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0,113)^2}{0,602 \cdot (0,420)^3} = 0,286$$

2. Considerando os dados apresentados abaixo:

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$			
	$\text{H}_{2(\text{g})}$	$\text{I}_{2(\text{g})}$	$\text{HI}_{(\text{g})}$
Conc. Inicial (M)	0,0175	0,0175	0
Conc. Equilíbrio (M)	?	?	0,0276

a) Calcule a concentração de HI supondo que esta reação não é um sistema em equilíbrio e a reação é completa e compare com a situação real (reação em equilíbrio $[HI] = 0,0276M$).

Se a reação for completa, então todo o reagente será convertido. Supondo que há 1L de reagentes (H_2 e I_2), então haverá 0,0175 mol de H_2 e I_2 . Pela relação estequiométrica, serão formados $0,0175 \cdot 2$ mol de HI.

Portanto a concentração de HI seria $0,035 M$.

Na situação real, como a reação não é completa, nem todo o reagente é convertido, por isso a concentração de HI é menor.

b) Calcule as concentrações de equilíbrio de H_2 e I_2 .

No estado inicial do sistema havia:

$2 \cdot 0,0175$ mol por litro de átomos de Hidrogênio (em forma de H_2)
 $2 \cdot 0,0175$ " " " " " " Iodo (em forma de I_2)

No estado de equilíbrio, temos

$0,0276$ mol por litro de átomos de Hidrogênio } Em forma
 $0,0276$ " " " " " " Iodo } de HI

Portanto, ficaram no estado original os átomos restantes

$2 \cdot 0,0175 - 0,0276 = 0,0074$ átomos de Hidrogênio e Iodo

Assim, no estado de equilíbrio haverá

$\frac{0,0074}{2}$ mols por litro de H_2 e I_2

Ou seja, a concentração de equilíbrio de H_2 e I_2 é $3,7 \cdot 10^{-3} M$

c) Calcule a constante de equilíbrio nestas condições.

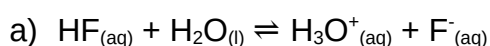
$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{0,0276^2}{3,7 \cdot 10^{-3} \cdot 3,7 \cdot 10^{-3}} = 55,6$$

3) Explique sucintamente por que as constantes de equilíbrio são adimensionais.

Porque essas constantes são calculadas através das "atividades" das substâncias, que são valores adimensionais.

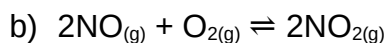
Essas atividades podem ser expressas como a razão entre concentrações, por isso não apresenta dimensão. ($\frac{M}{M} = 1$ (sem unidade))

4) Escreva as expressões das constantes de equilíbrio K_c , para as seguintes reações:

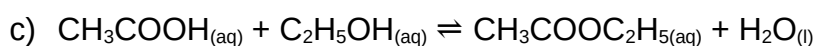


$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

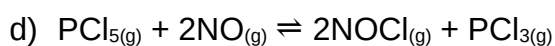
(como H_2O é uma substância pura, não consideramos sua concentração)
(pois a atividade vale 1)



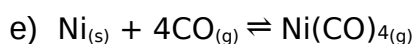
$$K_{eq} = \frac{[NO_2]}{[NO]^2 [O_2]}$$



$$K_{eq} = \frac{[CH_3COOC_2H_5]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]}$$



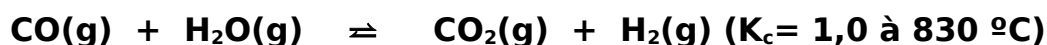
$$K_{eq} = \frac{[NOCl]^2 [PCl_3]}{[PCl_5] [NO]^2}$$



$$K_{eq} = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$$

(como $Ni_{(s)}$ é um sólido puro, então sua atividade é 1)

5) Considerando a reação em equilíbrio:



A concentração molar dos componentes de um sistema à 830 °C é mostrada abaixo:

CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
1,0	1,0	2,0	2,0

Justifique se este sistema se encontra no estado de equilíbrio ou não^{xx}. Caso não se encontre em equilíbrio, indique em que sentido está caminhando a reação para que o equilíbrio seja obtido.

Vamos calcular o quociente de reação Q .

$$Q = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{2 \cdot 2}{1 \cdot 1} = 4$$

Com isso, identificamos que o sistema NÃO está em Equilíbrio, pois o quociente da reação é diferente da constante de equilíbrio.

$$(Q = 4 \neq 1 = K_c)$$

Além disso, como $Q > K_c$, podemos inferir que o sistema está progredindo para a esquerda, ou seja, estão sendo formados os reagentes.

